

Zustandsänderungen idealer Gase

Idealisierungen: punktförmige Moleküle, elastische Stoffe, keine Wechselwirkungen

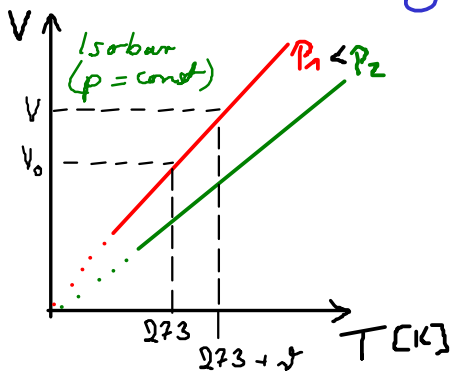
Normalbedingungen $T_N = 273,15 \text{ K}$, $p_N = 1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,013 \text{ bar}$

Zustandsgleichung $pV = nRT$ für 1 Mol: $V_N = \frac{RT_N}{p_N}$

$$V_N = \frac{8,314 \text{ J/molK} \cdot 273,15 \text{ K}}{1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 22,4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{m}^3}{\text{mol}}$$

⇒ Ideale Gase haben ein einheitliches molares Volumen $V_N = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$
 Thermodynamische Zustandsgrößen p, V, T legen den Zustand eines Systems eindeutig fest → aber sind nicht unabhängig von einander!

1) Isobare Erwärmmung ($p = \text{const}$)

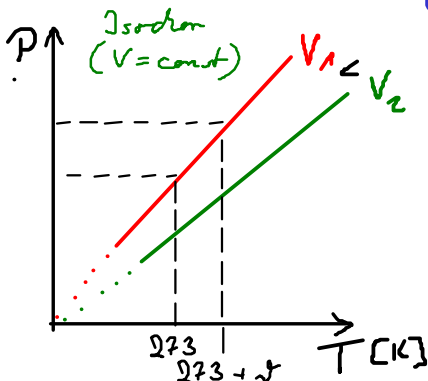


$$\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'} = \frac{V_0}{273,15 \text{ K}} \quad V = \frac{V_0}{273,15 \text{ K}} (273,15 \text{ K} + \Delta T)$$

$$\Rightarrow V = V_0 \left(1 + \frac{1}{273,15 \text{ K}} \cdot \Delta T \right) \quad \text{Gesetz von Gay Lussac}$$

Volumen ausdehnungskoeffizient $\beta = 3,66 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$

2) Isobare Erwärmmung ($V = \text{const}$)



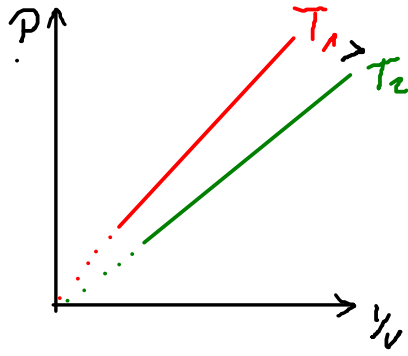
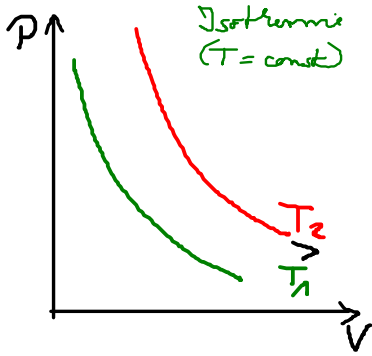
$$\frac{p}{T} = \frac{p'}{T'} = \frac{p_0}{273,15 \text{ K}} \quad p = \frac{p_0}{273,15 \text{ K}} (273,15 \text{ K} + \Delta T)$$

$$\Rightarrow p = p_0 \left(1 + \frac{1}{273,15 \text{ K}} \cdot \Delta T \right) \quad \text{Gesetz von Gay Lussac}$$

thermischer Spannungskoeffizient β

$\beta = \beta$ sind identisch
 + idealen Gase
 (+ verdünnte reale Gase)

3) Isotherme Zustandsänderung ($T = \text{const}$)



$$pV = p'V' = nRT = \text{const}$$

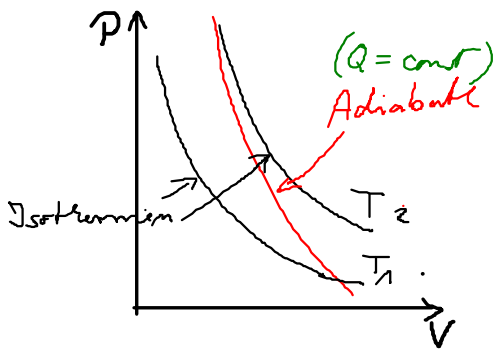
langsameres Komprimieren/
Expandieren
des Gases

→ Hyperbel im pV Diagramm

4) Adiabatische Zustandsänderung ($Q = \text{const}$)

ohne Zu- / Abfuhr von Wärme

Zu realisieren durch therm. Isolation



Adiabaten sind
steiler als Isothermen

Schnelle p / V-Änderungen
(keine Zeit für Wärme-
austausch mit Umgebung)

adiabatische Kompression → Erwärmung
adiabatische Expansion → Abkühlung

Zustandsänderungen realer Gase

Reale Gase :

hohes p }
tiefes T }

Abweichung von idealem Verhalten

am deutlichsten am Punkt
der Kondensation zur Flüssigkeit

Grund :

$\rho_{\text{gas}} \uparrow$
 $\lambda \downarrow$

(Eigenvolumen nicht mehr vernachlässigbar)

(Anziehungs / Abstoßungskräfte relevant, da näher
aneinander)

Zwischen
molekulare WW
→ abhängig vom
Teilchenabstand

Experimenteller Befund:

$$Z = \frac{p V_m}{RT} \quad (\text{Kompressionsfaktor})$$

Grund:

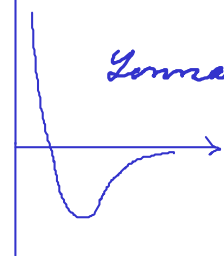
mittleres p / großer Abstand v. Teilchen:

Anziehung dominiert

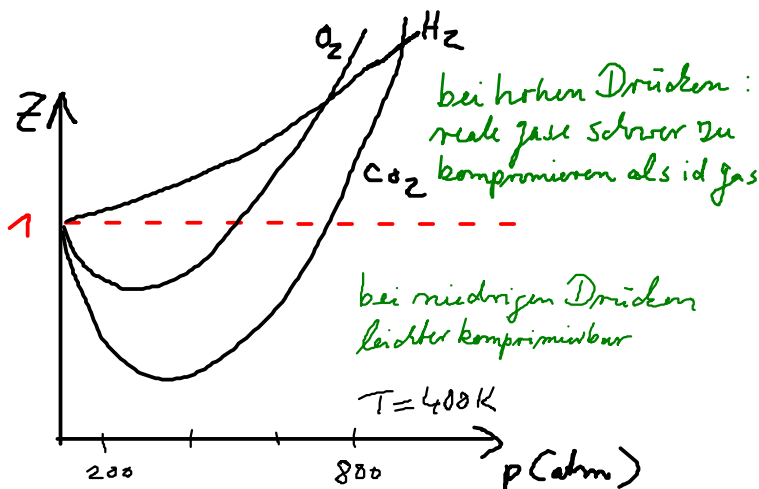
hohes p / kleiner Abstand v. Teilchen

Abstoßung dominiert

E_{pot}



Lennard Jones Potential



Virialgleichung

eine Zustandsgleichung um das Verhalten von realem Gas zu beschreiben

Anpassung an die Realität (Zwischenmolekulare WU)

Virialentwicklung ist eine Reihenentwicklung des Kompressionsfaktors Z :

$$Z = \frac{pV}{nRT} = V_m \frac{p}{RT} = 1 + \frac{1}{V_m} B(T) + \left(\frac{1}{V_m}\right)^2 C(T) + \left(\frac{1}{V_m}\right)^2 D(T) + \dots$$

Virialkoeffizienten (nicht physikalisch interpretierbar)